SEMESTRAL

UNI

academiacesarvallejo.edu.pe

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

SEMESTRAL

UNI





QUÍMICA

Tema: ENLACE QUÍMICO I

Docente: CARBAJAL CAMACHO GONZALO

academiacesarvallejo.edu.pe

I. OBJETIVOS

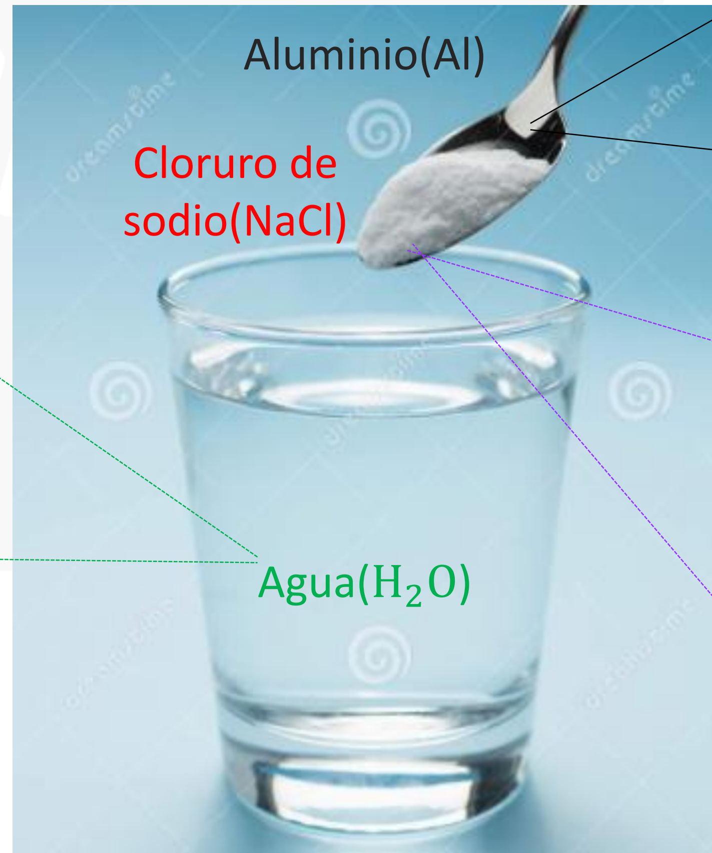
Los estudiantes, al término de la sesión de clase serán capaces de:

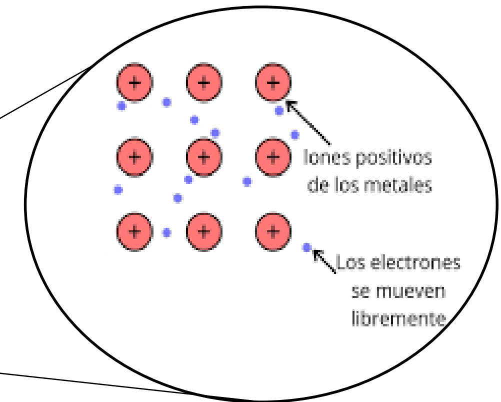
1. **Interpretar** el concepto de enlace químico y la energía de enlace.
2. **Aplicar** la notación de Lewis y la regla de octeto.
3. **Comprender el** enlace iónico y las propiedades generales de los compuestos iónicos.
4. **Explicar el** enlace metálico y las propiedades generales de los metales.
5. **Explicar el** enlace covalente y su clasificación.

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

II. INTRODUCCIÓN

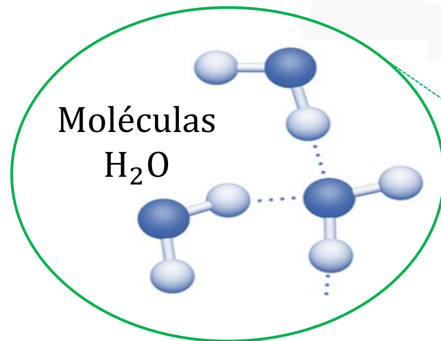
En la naturaleza los átomos generalmente se encuentra agrupados formando sistemas más estables , veamos a continuación de qué están constituidos el Aluminio, el cloruro de sodio y el agua .





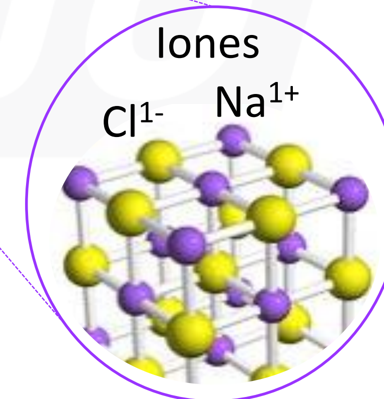
Los electrones deslocalizados se mueven por toda la red de iones positivos

Es maleable.



El átomo de oxígeno está unido con dos átomos de hidrógeno

Hierve a 100 °C



El ion sodio está unido con el ion cloruro

Se funde a 802 °C

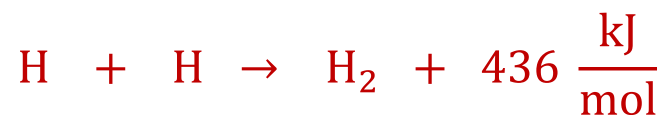
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

III. ENLACE QUÍMICO

3.1. CONCEPTO

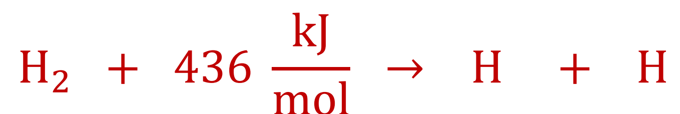
Es una fuerza de atracción principalmente de naturaleza eléctrica que se da entre 2 átomos ,los cuales se unen con la finalidad de alcanzar mayor estabilidad o menor energía.

- En la formación de la molécula de hidrógeno (Proceso exotérmico)



$$H + H \rightarrow H_2 + 436\ \frac{kJ}{mol}$$

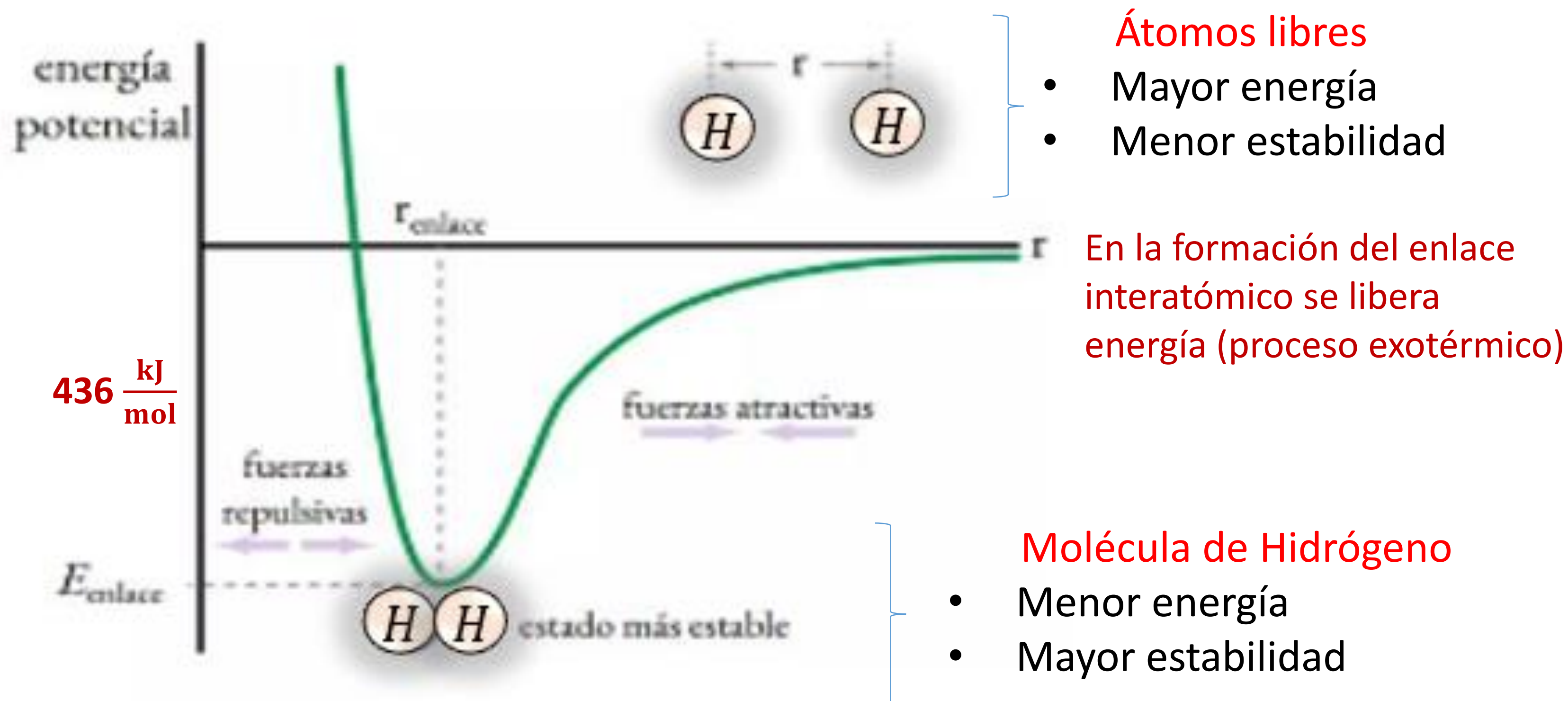
- En la disociación de la molécula de hidrógeno (Proceso endotérmico)



$$H_2 + 436\ \frac{kJ}{mol} \rightarrow H + H$$

Curva de estabilidad de Morse(Variación de la energía potencial(EP) frente a la distancia internuclear)

En la formación de la molécula de hidrógeno(H_2)



Átomos libres

- Mayor energía
- Menor estabilidad

En la formación del enlace interatómico se libera energía (proceso exotérmico)

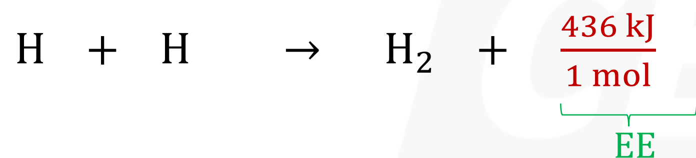
Molécula de Hidrógeno

- Menor energía
- Mayor estabilidad

3.2. ENERGÍA DE ENLACE (EE)

Es la energía que se libera cuando se forma un mol de enlace químico o la energía necesaria para romper (disociar) un mol de enlace químico.

Ejemplo 1: para la molécula de hidrógeno(H_2)



$$H + H \rightarrow H_2 + \frac{436\ kJ}{1\ mol}$$

Ejemplo 2: Ordenar según la estabilidad a los enlaces.

Enlace	Energía de enlace (kJ/mol)
C—C	347
C—H	414
O—H	460
C—O	351

Respuesta: **O-H > C-H > C-O > C-C**

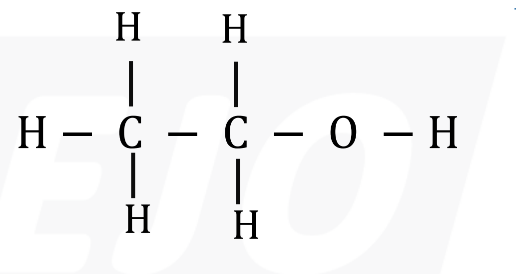
Ejemplo 3:

Determinar la energía necesaria para separar a los átomos para 1 mol de moléculas de etanol $CH_3 - CH_2OH$

Usar los datos de la tabla anterior

Resolucion

La tabla anterior nos muestra dos informaciones el enlace químico y la respectiva EE. Entonces indicamos la **estructura**.



Para 1 mol de moléculas, sea la energía necesaria (**E**)

$$E = 5EE(C-H) + 1EE(C-C) + 1EE(C-O) + 1EE(O-H)$$

$$E = 5(414) + 1(347) + 1(351) + 1(460)$$

$$E = \frac{3\ 228\ kJ}{1mol}$$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Ejercicio 1

Respecto al enlace químico y la energía involucrada:

I. La formación de una molécula de hidrógeno (H_2) se determina con la absorción de energía.

II. La formación del enlace químico es un proceso exotérmico.

III. La energía de disociación para una molécula, es la requerida o absorbida para que los átomos se disocien.

Son correctas:

A) I y III

B) solo II

C) solo III

D) I y II

E) II y III

Resolución 1

Nos piden indicar las proposiciones correctas

Respuesta:

Clave:

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

3.3. ELECTRONES DE VALENCIA (e^-_{val})

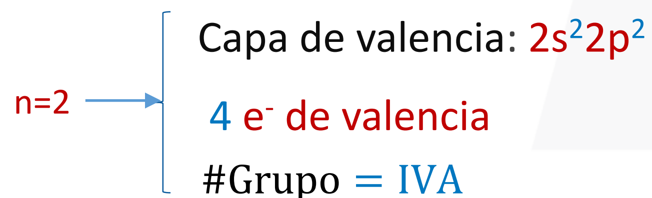
Son los electrones distribuidos en la capa de valencia, para **elementos representativos** la capa de valencia corresponde el mayor nivel de energía.

Para elementos representativos (Grupo A)



Ejemplo **:** para el átomo de carbono (Z=6)

$${}_{6}C\text{:}\ 1s^2\ 2s^2\ 2p^2$$



Los electrones de valencia, participan en la formación del enlace químico. Influyen en las propiedades químicas de los elementos.

3.4. NOTACIÓN DE LEWIS

Es la representación de los electrones de valencia mediante punto(●), para cada átomo de elementos representativos.

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Metal (IA – IIA) | No metal (IIIA – VIIA) | Gas noble (VIIIA)

3.5. REGLA DEL OCTETO

Cuando los átomos de los elementos representativos se enlazan, pueden perder, ganar o compartir electrones con la finalidad de tener 8 electrones en la capa de valencia y así tener mayor estabilidad como los gases nobles.

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

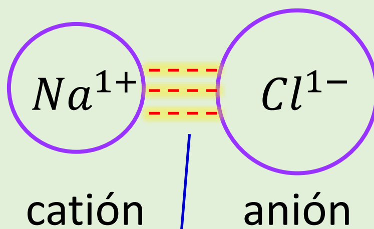
3.6. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES QUÍMICOS

Los tipos de enlaces químicos entre átomos son tres: enlaces iónicos, covalentes y metálicos. El tipo de enlace que se genere influirá en las propiedades de las sustancias químicas formadas.

ENLACE IÓNICO



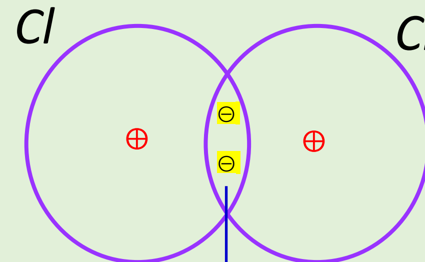
Cloruro de sodio
$NaCl_{(s)}$



ENLACE COVALENTE



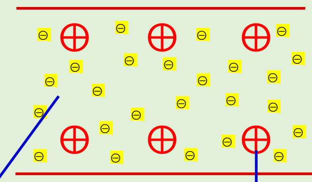
Cloruro gaseoso
$Cl_{2(g)}$



ENLACE METÁLICO



Cable de cobre
$Cu_{(s)}$



IV. ENLACE IÓNICO O ELECTROVALENTE

Es la fuerza electrostática que mantiene unidos a los iones (catión y anión) en un compuesto iónico.

Todo compuesto químico se representa por fórmula química (no es necesario indicar la carga eléctrica).

Ejemplo:



$NaCl <> \overset{+1}{Na}\overset{-1}{Cl}$ $Na_2O <> \overset{+1}{Na_2}\overset{-2}{O}$

4.1 CARACTERÍSTICAS GENERALES

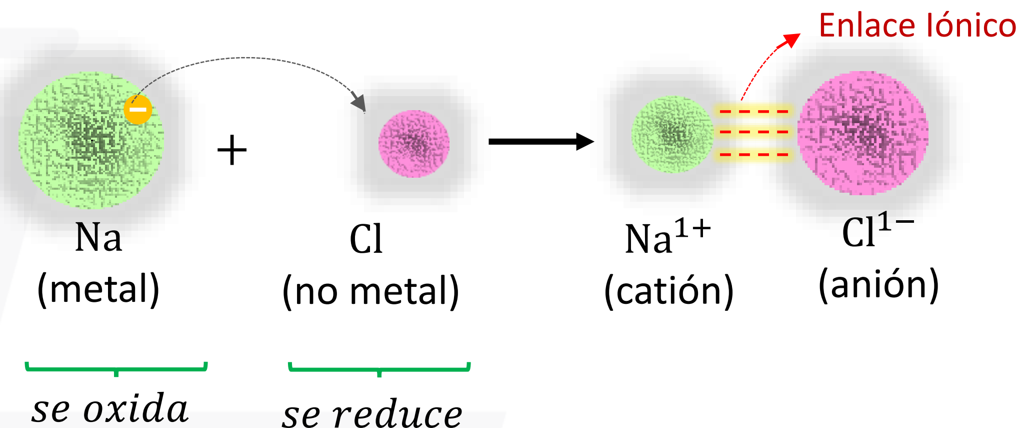
- En general participan metal (pierde e_s^- por tener baja EI y EN) y no metal (gana e_s^- por tener alta AE y EN).
- Se produce principalmente entre un metal (IA y IIA) y no metal (VIA y VII A).
- Pero hay excepciones, es decir, participan metal y no metal pero no es compuesto iónico (no hay iones): $BeF_2, BeCl_2, BeBr_2, BeI_2, AlCl_3, AlBr_3, AlI_3$ etc.

OBSERVACIÓN:

Los compuestos que contienen al ion amonio(NH_4^{+1}) en su estructura como el NH_4Cl, NH_4OH, NH_4NO_3,etc; son considerados iónicos.

- En su formación se transfieren 1 o más electrones por unidad fórmula.

Ejemplo:



- En compuestos iónicos binarios, generalmente se cumple: $\Delta EN \geq 1,7$

Ejemplos:

	Na	Cl	O
EN	0,9	3,0	3,5

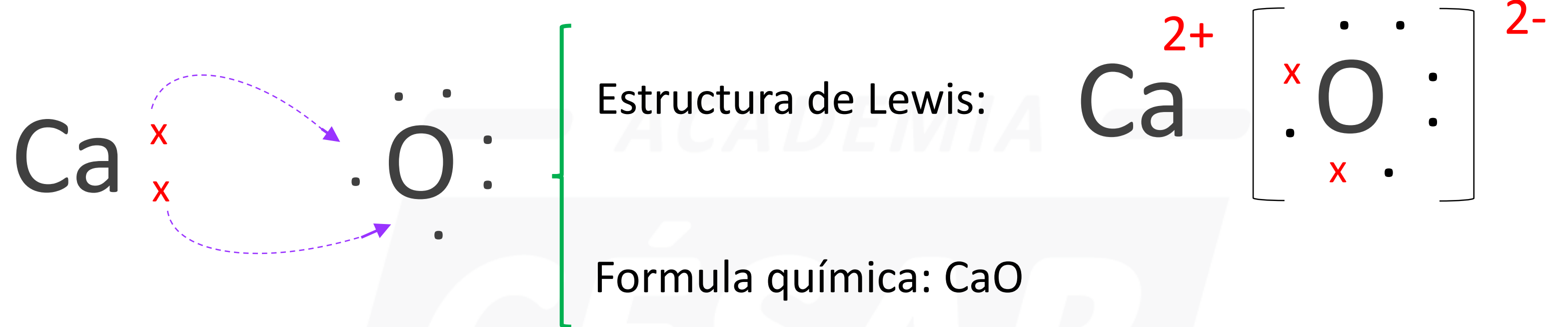
$\Delta EN(NaCl) = 2,1 > 1,7$

$\Delta EN(Na_2O) = 2,6 > 1,7$

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

4.2. ESTRUCTURA DE LEWIS DE COMPUESTOS IÓNICOS.

Ejemplo 1: Para el óxido de calcio (CaO).

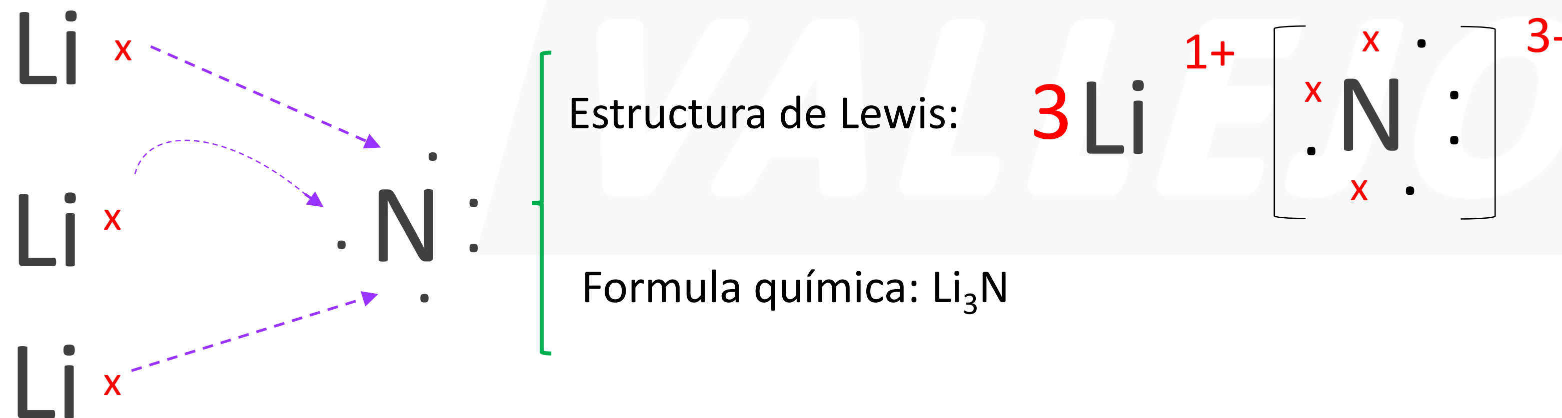


- ✓ Se transfiere dos electrones, por unidad fórmula.
- ✓ Ambos iones adquieren el octeto electrónico (estables)

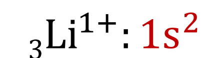


$_{20}Ca^{2+}$: $[Ne]\ 3s^2 3p^6$

Ejemplo 2: Para el nitruro de litio (Li_3N).



- ✓ Se transfiere tres electrones, por unidad fórmula.
- ✓ Solo el anión N^{3-} adquiere el octeto electrónico (estable)
- ✓ El catión Li^{1+} : estable



$_{3}Li^{1+}$: $1s^2$

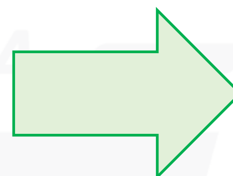
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

4.3. PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

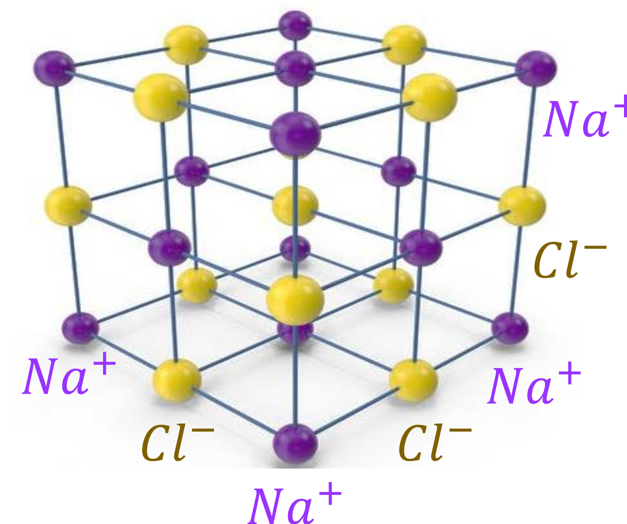
- A condiciones ambientales (1atm y 25°C) son sólidos cristalinos de alta dureza.



cloruro de sodio
NaCl



celda unitaria

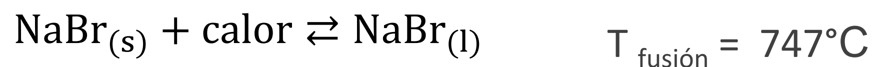


- No forman moléculas, su unidad fundamental se denomina unidad fórmula (mínima agrupación de cationes y aniones de un compuesto iónico).

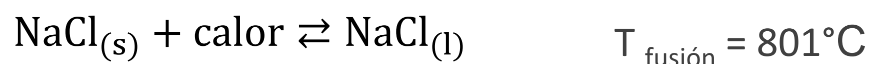
  Ejemplos: Na^+Cl^-, $Ca^{+2}O^{-2}$,etc

- Les corresponde alta temperatura de fusión ($T_{fusión}$) .

  Ejemplos: Para dos compuestos binarios



$NaBr_{(s)} + calor \rightleftarrows NaBr_{(l)}$ $T_{fusión}$ = 747°C



$NaCl_{(s)} + calor \rightleftarrows NaCl_{(l)}$ $T_{fusión}$ = 801°C

Nota:

La Energía reticular (U_r) es la energía requerida para disociar un mol de una unidad fórmula.

	$T_{fusión}$ ↑	Radio ↓	U_r ↑
$NaCl_{(s)}$	801°C		786KJ/mol
$NaBr_{(s)}$	747°C		736KJ/mol

Se cumple: $T_{fusión} \xrightarrow{relación\ inversa}$ Radio

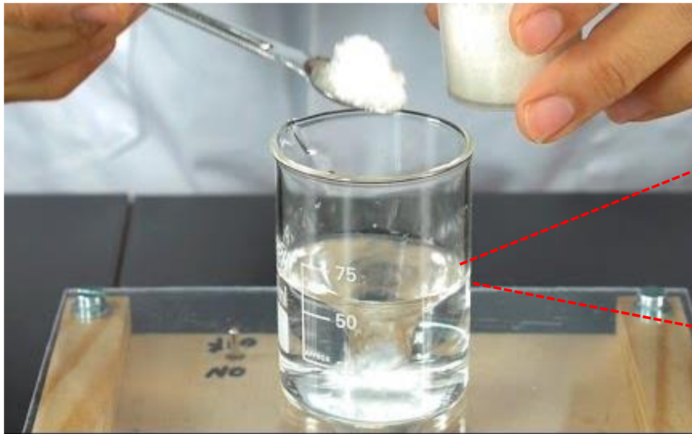
- Forman estructuras cristalinas, donde la interacción de los iones se da en todas las direcciones (enlace iónico es polidireccional)

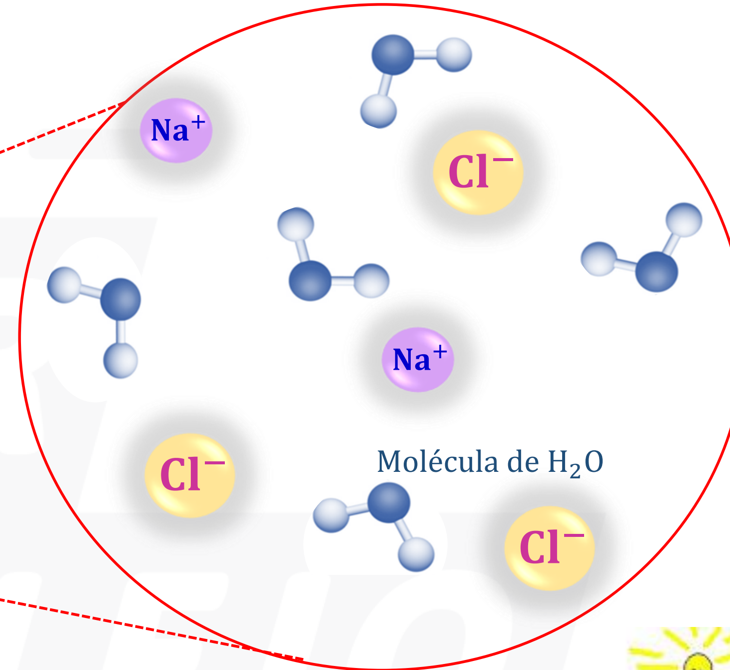
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

4.3. PROPIEDADES GENERALES DE LOS COMPUESTOS IÓNICOS

- Por lo general son solubles en solventes polares como el agua o etanol.

Ejemplo: $NaCl_{(ac)}$.

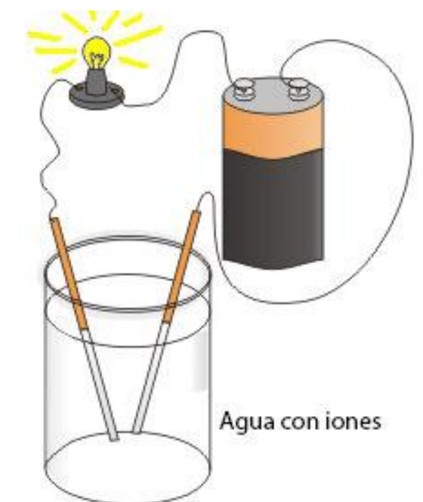




Los iones tienen mayor libertad y movimiento (lo cual permite conducir la corriente eléctrica)

- En estado sólido son malos conductores eléctricos, pero fundidos o disueltos en agua son conductores eléctricos denominados electrolitos.

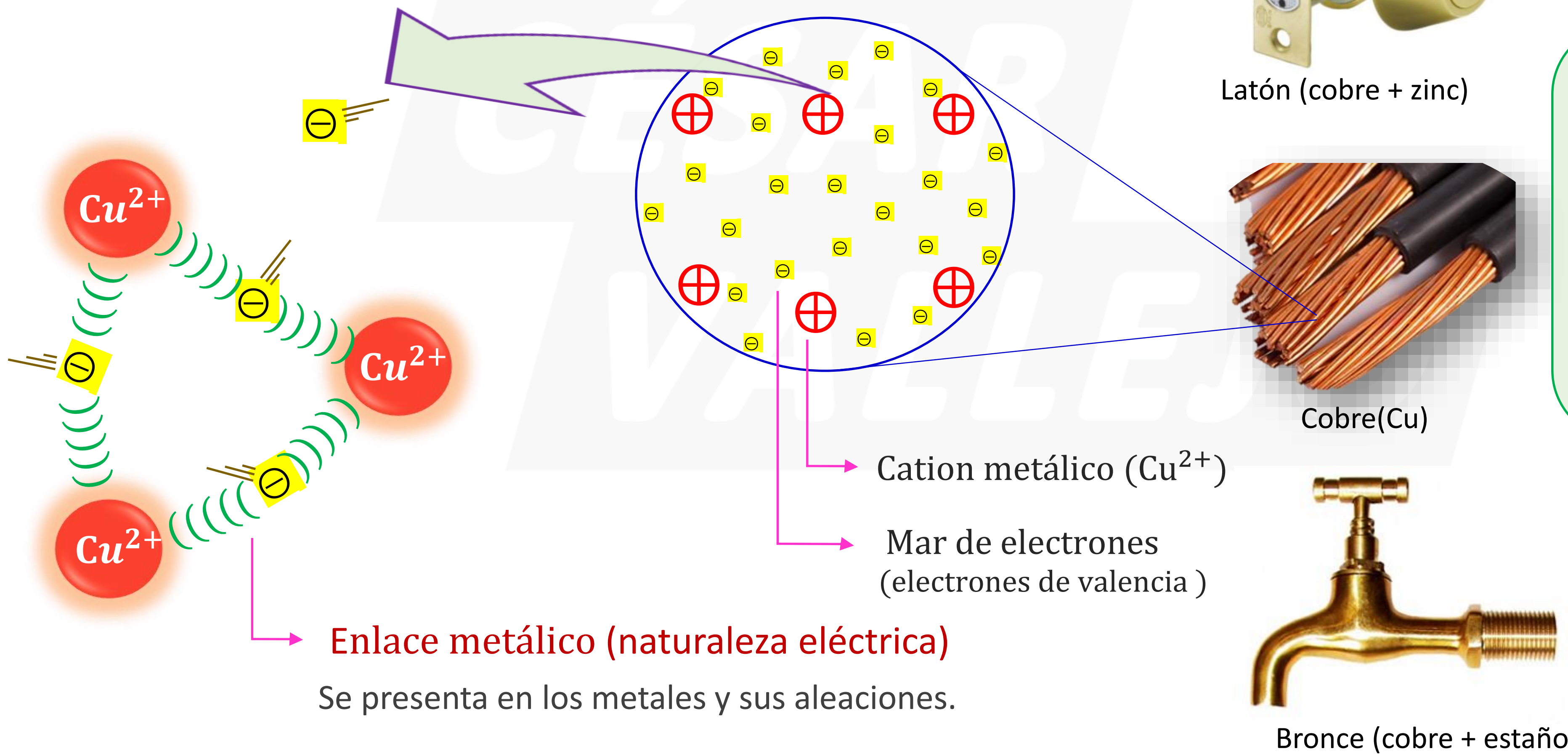
Ejemplos: $NaCl_{(l)}$ y $NaCl_{(ac)}$.



ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

V. ENLACE METÁLICO (Modelo del mar de electrones o gas electrónico)

Es la unión eléctrica que se establece entre los **cationes metálicos** con el **mar de electrones (electrones de valencia)** que se mueven libremente por toda la estructura cristalina del metal.



Se presenta en los metales y sus aleaciones.

Latón (cobre + zinc)

Cobre(Cu)

Bronce (cobre + estaño)

Los metales y las aleaciones tiene muchas aplicaciones, en nuestra vida diaria. Las propiedades de estos (depende del enlace metálico).

Los metales son sólidos cristalinos.

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Con el modelo del mar de electrones se puede explicar de manera sencilla, una variedad de propiedades de los metales.

Brillo metálico.



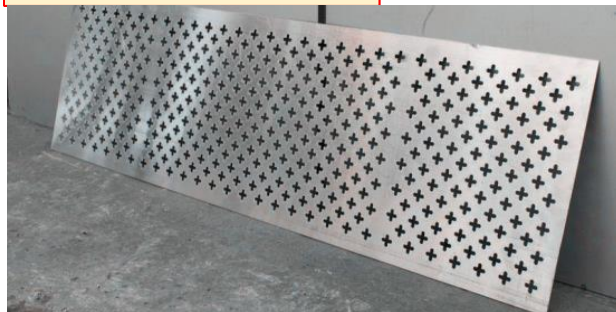
Conductividad calorífica.



Conductividad eléctrica.



Maleabilidad.



Ductilidad.



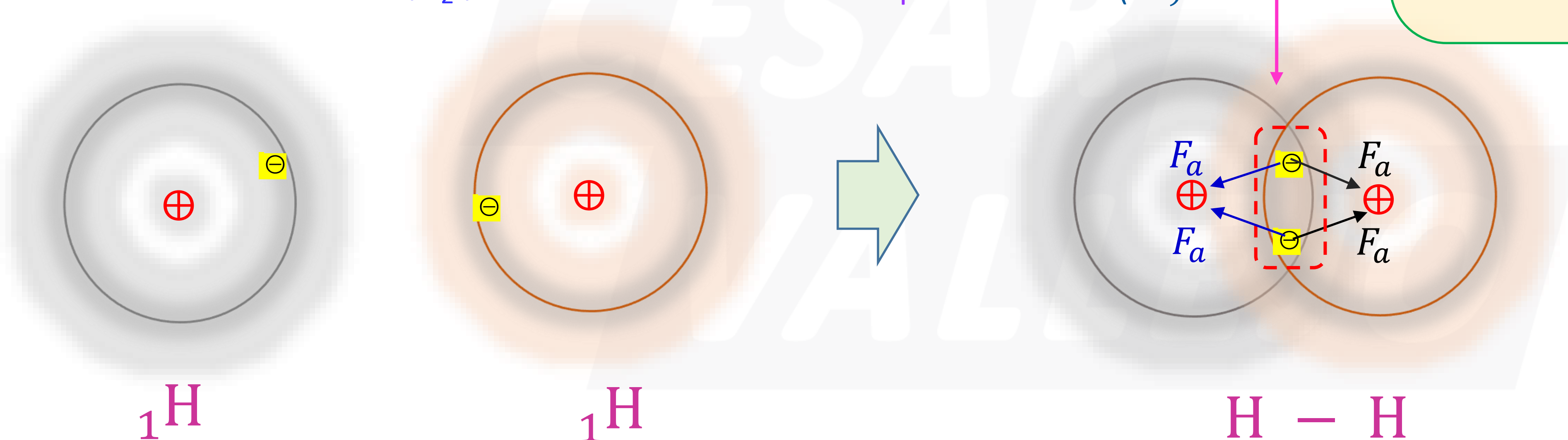
VI. ENLACE COVALENTE

6.1. CONCEPTO:

Es aquella fuerza de atracción de naturaleza electromagnética que mantiene unido a dos átomos mediante la compartición de electrones. Generalmente ocurre entre átomos no metálicos.

Gilbert Newton Lewis, físico y químico norteamericano, sugirió en 1916 que los átomos de los elementos no metálicos pueden alcanzar la estructura estable compartiendo pares de electrones.

Ejemplo: La formación de Hidrógeno molecular (H_2)





Las atracciones entre el núcleo y los electrones son mayores que las repulsiones núcleo-núcleo y electrón-electrón, lo que da por resultado una fuerza neta de atracción que mantiene unidos a los átomos.

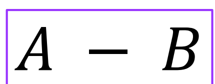
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

6.2. CLASIFICACIÓN DE LOS ENLACES COVALENTES

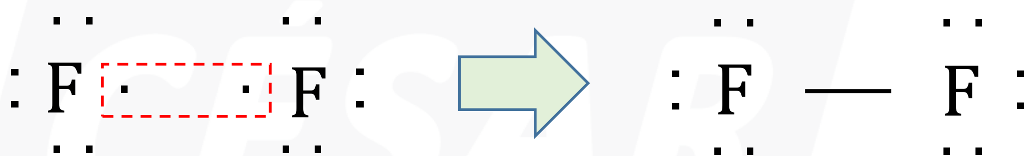
Existen hasta **cuatro criterios** para clasificar a los enlaces

6.2.1 SEGÚN LA CANTIDAD DE PARES ELECTRÓNICOS COMPARTIDOS

A. Enlace simple: Entre dos átomos solo se comparten un par electrónico.

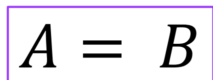


Ejemplo: F_2

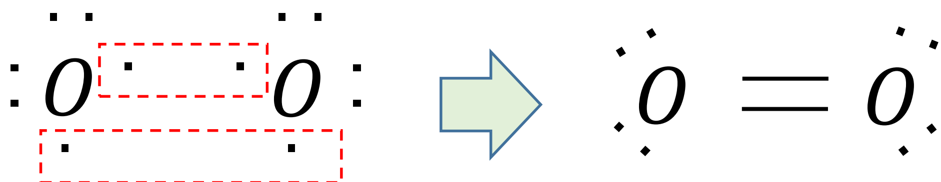


B. Enlace múltiple: Entre dos átomos solo se comparten dos o tres pares electrónicos.

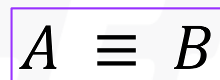
Enlace doble



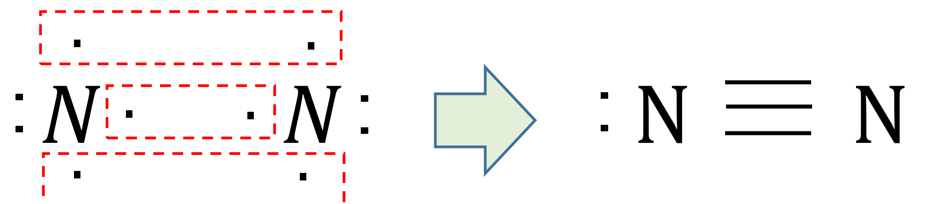
Ejemplo: O_2



Enlace triple

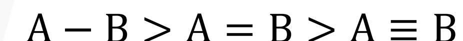


Ejemplo: N_2

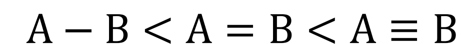


Longitud de enlace es la distancia óptima entre los núcleos, en la que las fuerzas netas de atracción se maximizan y la molécula es más estable.

Considerando la unión entre atomos A y B



$A - B > A = B > A \equiv B$



$A - B < A = B < A \equiv B$

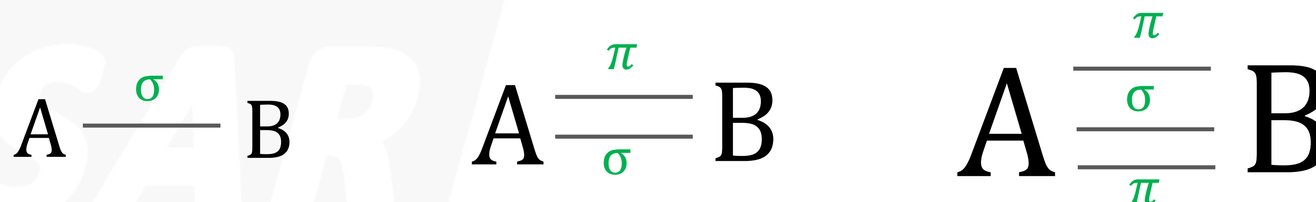
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

6.2.2. SEGÚN LA SUPERPOSICIÓN O TRASLAPE DE LOS ORBITALES ATÓMICOS

A. Enlace Sigma (σ): Se forma por el traslape frontal de dos orbitales atómicos pertenecientes al mismo eje internuclear.

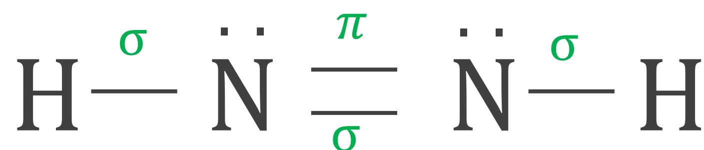
B. Enlace pi (π): Se forma por el traslape lateral o tangencial de dos orbitales atómicos de ejes paralelos.

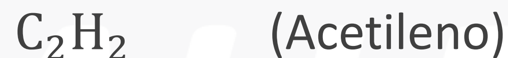
Ten presente la siguiente regla práctica para reconocer a los enlaces σ y π.



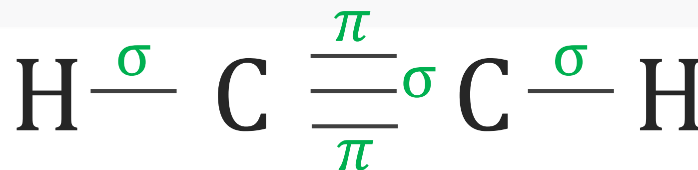


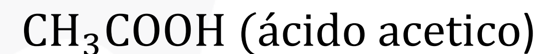
Estructura de Lewis



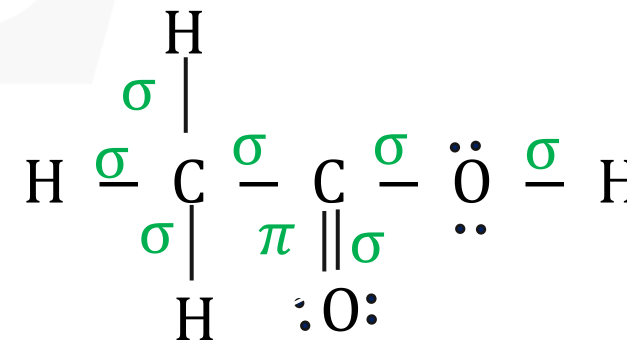


Estructura de Lewis





Estructura de Lewis



ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Ejercicio 2 EXAMEN ADMISIÓN UNI 2013- I

Con respecto a los enlaces químicos, indique la alternativa correcta, después de determinar si las proposiciones son verdaderas (V) o falsas (F):

I. Las sustancias que presentan enlaces iónicos, en condiciones naturales, siempre se encuentran en estado sólido.

II. La compartición de pares de electrones de valencia, entre átomos que forman enlace, caracteriza al enlace covalente.

III. En el enlace metálico la atracción se produce entre los núcleos cargados negativamente y los electrones deslocalizados.

a) VVV
b) VFV
c) VFF
d) VVF
e) FVV

Resolución 2

Nos piden indicar las proposiciones correctas

Respuesta:

Clave:

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

6.3. ESTRUCTURA DE LEWIS PARA SUSTANCIAS COVALENTES (MOLECULARES)

Indica la manera en que los electrones de valencia se comparten y distribuyen en una molécula.

REGLAS:

1. Determinar el átomo central, generalmente diferente al oxigeno (O) e hidrógeno (H).

2. Distribuir a los demás elementos de forma simétrica (H generalmente a los extremos)

3. Utilizar los electrones de valencia para la formación de los enlaces covalentes

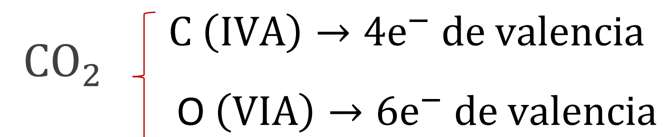
4. Disponga los pares enlazantes convenientemente, utilice enlaces múltiples (doble o triple) si es necesario.

5. Finalmente coloque los pares electrónicos libres.

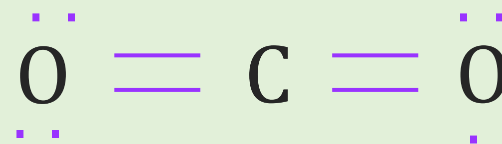
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar

Metal (IA–IIA) · No metal (IVA–VIIA) · Gas noble (VIIIA)

Ejemplo 1: CO_2

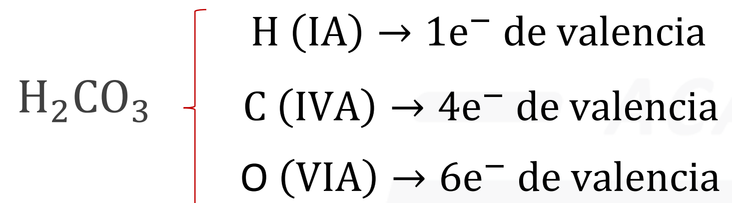


Estructura de Lewis

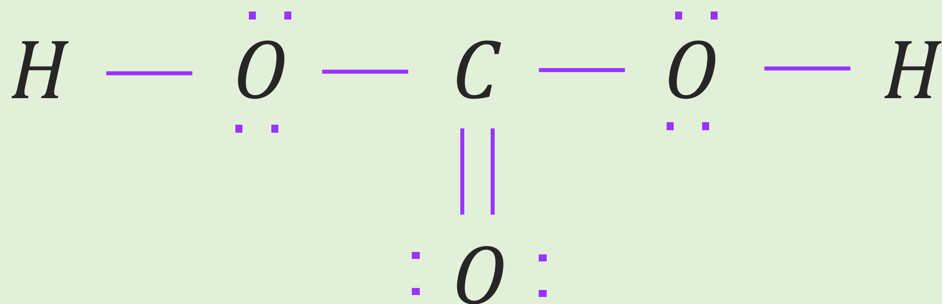


ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

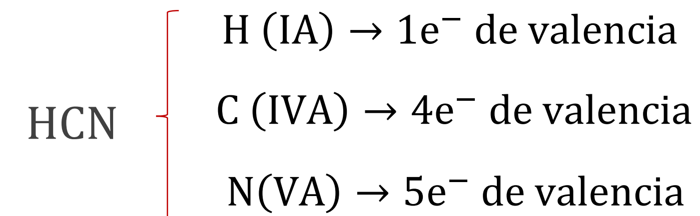
Ejemplo 2: H_2CO_3



Estructura de Lewis



Ejemplo 3: HCN



Estructura de Lewis



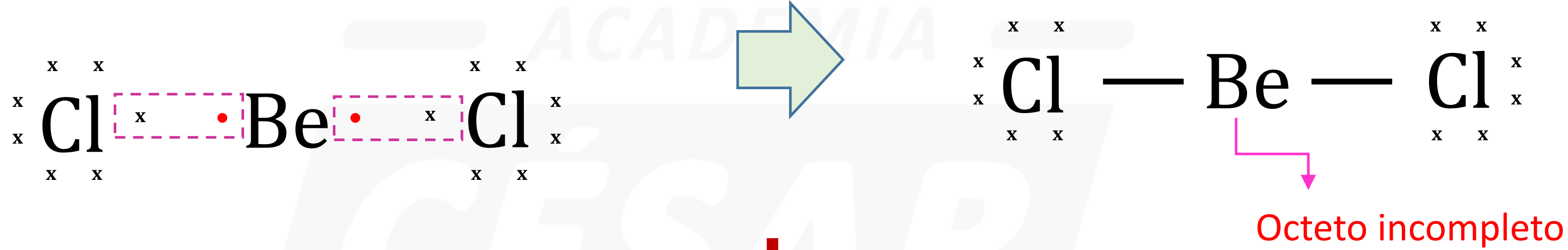
ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

6.4. ESTRUCTURA DE LEWIS DE MOLÉCULAS CON ANOMALÍAS EN EL OCTETO ELECTRÓNICO

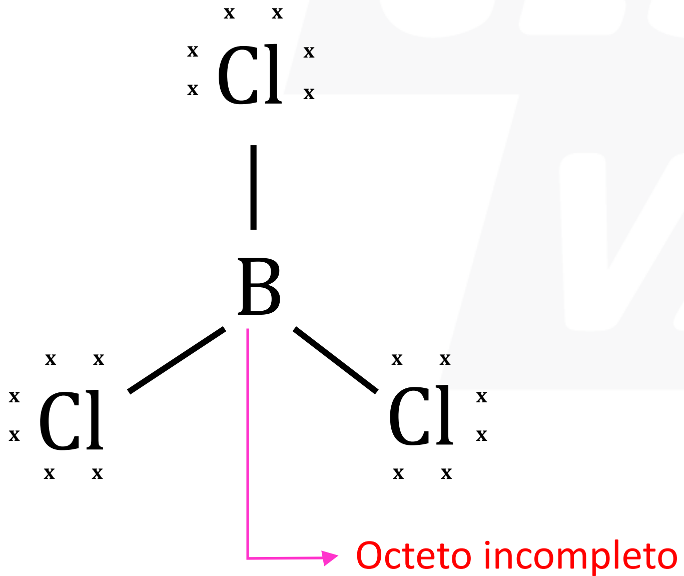
Son varias moléculas estables cuyo átomo central no cumple el octeto electrónico

Ejemplos: $BeCl_2$, BCl_3 y PCl_5

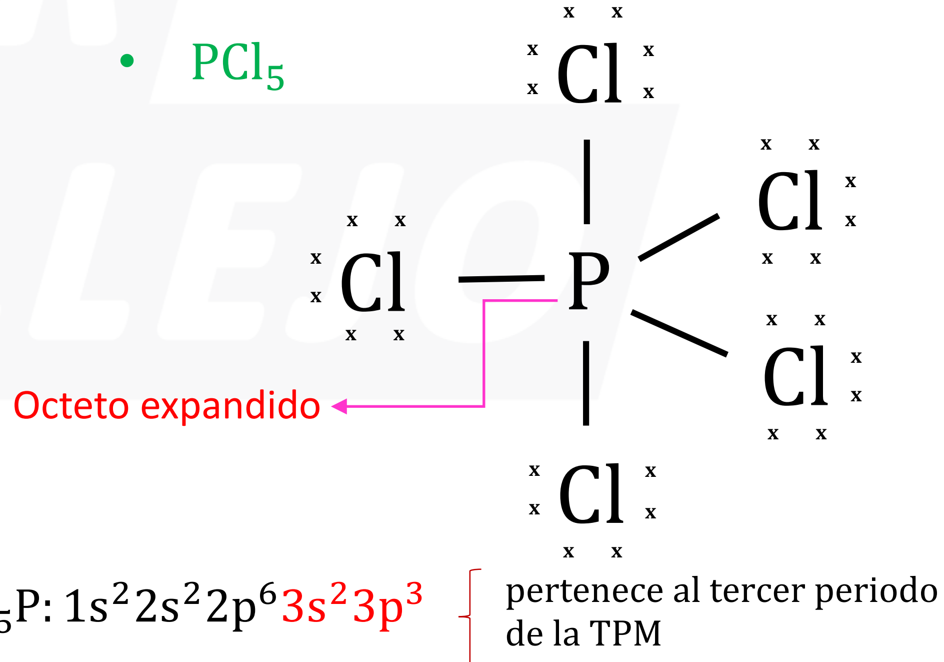
- $BeCl_2$



- BCl_3



- PCl_5

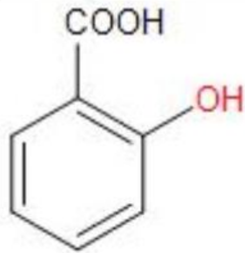


$_{15}P: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ { pertenece al tercer periodo de la TPM

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

Ejercicio 3

El ácido acetilsalicílico es el componente activo de la aspirina, este medicamento se emplea para reducir dolores de cabeza, dentales, menstruales, musculares (contracturas) o de espalda (lumbalgia).Con respecto a su estructura, la cual se indica a continuación



Indique el número de enlaces sigma y pi respectivamente que posee.

a) 7 y 4
b) 10 y 4
c) 14 y 5
d) 16 y 4
e) 17 y 4

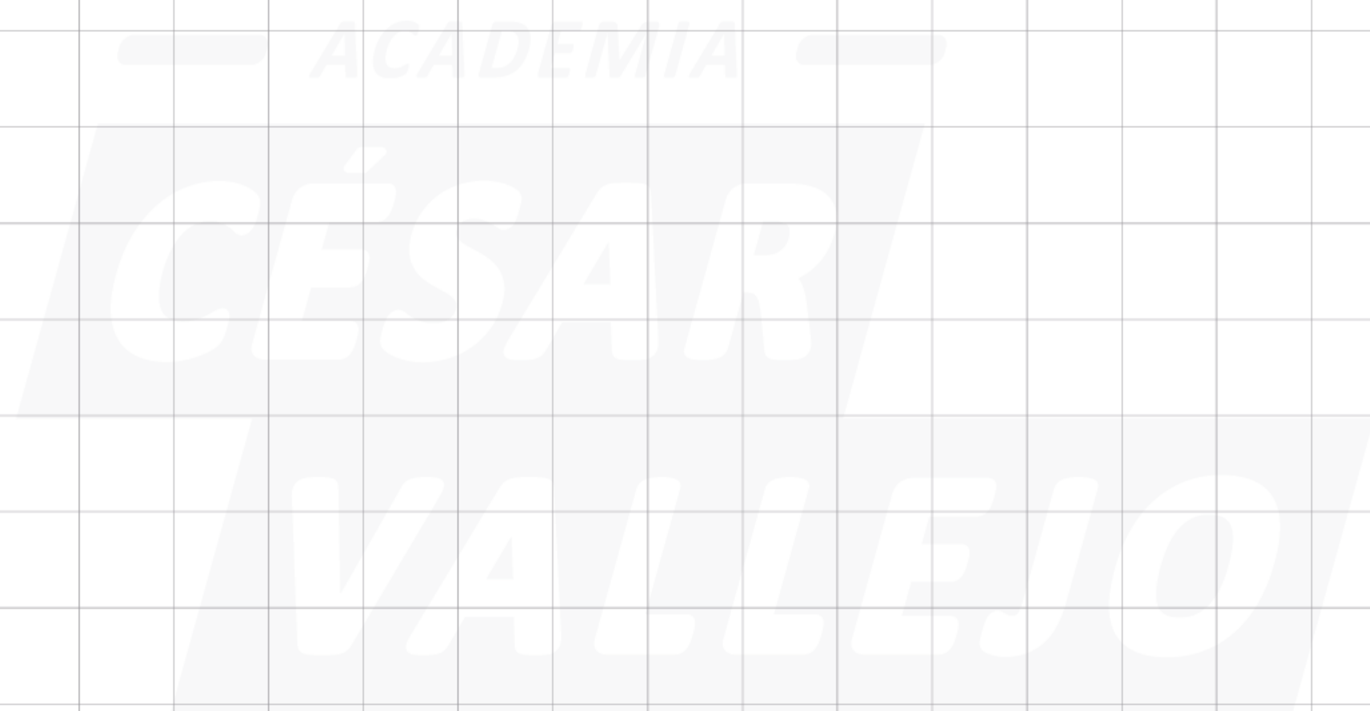
Resolución 3

Nos piden indicar el número de enlaces sigma y pi

Respuesta:

Clave:

ACADEMIA CÉSAR VALLEJO


ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

Bibliografía

- Chang, R. y Goldsby, K. (2017). **Química**. Duodécima ed. México. McGraw Hill Interamericana Editores.
- McMurry, J.E y Fay, R.C (2009). **Química General**. Quinta ed. Enlaces iónicos y química de algunos grupos o familias representativos (pp. 185 - 195). México. Pearson Educación.
- Brown T. L., H. Eugene L., Bursten B.E., Murphy C.J., Woodward P.M. (2014). **Química, la ciencia central.** decimosegunda ed.. México. Pearson Educación.
- Asociación Fondo de Investigación y Editores, Cristóbal A.Y (2016). **La Guía Científica. Formulario de Matemáticas y Ciencias.** Primera edición. *Química* Perú. Lumbreras editores.
- Asociación Fondo de Investigación y Editores, Ponte W.H (2019). **Química. Fundamentos y aplicaciones.** Primera edición. Perú. Lumbreras editores.



ACADEMIA CÉSAR VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

ACADEMIA
CÉSAR
VALLEJO

GRACIAS

SÍGUENOS:

academiacesarvallejo.edu.pe